



Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова»

Э.Р. Муллина
О.А. Мишурина

ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

*Утверждено Редакционно-издательским советом университета
в качестве практикума*

Магнитогорск
2020

УДК 544.3 (076.5)
ББК 24.53я73

Рецензенты:

заведующий лабораторией обогащения
ООО «УралГеоПроект»
В.Ш. Галямов

кандидат химических наук,
доцент кафедры физики,
ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный технический
университет им. Г.И. Носова»
В.А. Дозоров

Муллина Э. Р., Мишурина О.А.

Химическая термодинамика [Электронный ресурс] : практикум / Эльвира Ринатовна Муллина, Ольга Алексеевна Мишурина ; ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова». – Электрон. текстовые дан. (0,89 Мб). – Магнитогорск : ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова», 2020. – 1 электрон. опт. диск (CD-R). – Систем. требования : IBM PC, любой, более 1 GHz ; 512 Мб RAM ; 10 Мб HDD ; MS Windows XP и выше ; Adobe Reader 8.0 и выше ; CD/DVD-ROM дисковод ; мышь. – Загл. с титул. экрана.

Содержит краткое изложение теоретического материала по разделу «Химическая термодинамика». В практикуме рассмотрены примеры решения типовых задач и даны многовариантные контрольные задания для самостоятельного решения по данному разделу. Практикум включает методику проведения лабораторной работы по данной теме и контрольные вопросы для самостоятельной подготовки студентов к защите лабораторной работы. В практикуме приведены тестовые задания для проведения аудиторной контрольной работы.

Практикум составлен в соответствии с требованиями Федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования и программой учебного курса по дисциплинам «Химия» и «Физическая и коллоидная химия».

УДК 544.3 (076.5)
ББК 24.53я73

© Муллина Э.Р., Мишурина О.А., 2020
© ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова», 2020

Содержание

ПРЕДИСЛОВИЕ.....	4
ВВЕДЕНИЕ.....	5
1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ.....	6
1.1. Классификация термодинамических систем.....	6
1.2. Термодинамические параметры. Функции состояния.....	7
1.3. Термодинамические процессы.....	8
1.4. Нулевое начало термодинамики.....	8
1.5. Первое начало термодинамики.....	9
1.6. Приложение первого начала термодинамики к различным термодинамическим процессам.....	10
1.7. Термохимия.....	11
1.8. Закон Гесса.....	12
1.9. Теплота растворения.....	15
1.10. Второе начало термодинамики.....	17
1.11. Третье начало термодинамики.....	19
1.12. Энергия Гиббса.....	19
2. ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ.....	22
2.1. Примеры решения задач.....	22
2.2. Контрольные задания для самостоятельной работы.....	26
2.3. Тестовые задания для аудиторной контрольной работы.....	31
2.4. Методические указания для выполнения лабораторной работы.....	40
2.5. Контрольные вопросы.....	46
2.6. Правила техники безопасности при выполнении лабораторных работ....	47
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	48
ПРИЛОЖЕНИЕ.....	49

ПРЕДИСЛОВИЕ

Практикум написан в соответствии с требованиями Федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования и программой учебного курса по дисциплинам «Химия» и «Физическая и коллоидная химия».

Предлагаемый практикум разработан в качестве наглядного материала для обучающихся, изучающих дисциплину «Химия» и «Физическая и коллоидная химия», а также для преподавателей, читающих данные дисциплины.

В теоретической части электронного ресурса приведены классификации термодинамических систем, представлены основные термодинамические параметры и функции состояния. Рассмотрены фундаментальные законы термодинамики. Представлены основные понятия и законы термохимии.

В практической части приведены примеры решения задач по разделу «Термохимия». При изучении дисциплин «Химия» и «Физическая и коллоидная химия» большое значение имеет приобретение навыков в решении задач, что является одним из критериев прочного усвоения курса. А также приведены многовариантные контрольные задания для самостоятельного решения.

В практической части данного практикума приведены правила техники безопасности, методические рекомендации по выполнению лабораторной работы и контрольные вопросы для самостоятельной подготовки студентов к защите лабораторной работы. Лабораторные занятия — одно из важнейших звеньев учебно-педагогического процесса, имеющие целью практическое освоение обучающимися теоретического материала, овладение ими техникой экспериментальных исследований и анализа полученных результатов, привитие навыков работы с лабораторным оборудованием, контрольно-измерительными приборами и вычислительной техникой. В практикуме приведены также тестовые задания для проведения аудиторной контрольной работы.

Данный практикум способствует организации как аудиторной, так и самостоятельной работы обучающихся.

ВВЕДЕНИЕ

Термодинамика как наука сформировалась в первой половине XIX в. Разработанная вначале для объяснения различных физических процессов, термодинамика вскоре нашла применение и в химии.

Химическая термодинамика рассматривает взаимосвязи между работой и энергией применительно к химическим превращениям. Поскольку химическое превращение обычно сопровождается высвобождением или поглощением определенного количества теплоты, оно, как и другие явления природы (в том числе электрические и магнитные), сопровождающиеся тепловыми эффектами, подчиняется фундаментальным законам термодинамики. Химическая термодинамика определяет, в первую очередь, условия (такие, как температура и давление) протекания химических реакций и равновесных состояний, которых они достигают.

Термодинамика построена по чисто дедуктивному принципу: на основе законов, полученных как обобщение опытных данных и называемых началами термодинамики, выводятся следствия для различных частных случаев, что позволяет определить принципиальную возможность конкретного процесса и избежать постановки эксперимента, обреченного на неудачу. Таким образом, огромное практическое значение термодинамики состоит в том, что она позволяет предсказать поведение системы в определенных условиях, не прибегая к экспериментам. В отношении химических процессов она позволяет судить о том, возможна ли данная реакция и каков может быть максимальный выход продукта.

1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Химическая термодинамика – это раздел химии, изучающий энергетические эффекты, сопровождающие химические процессы, а также направление и пределы их самопроизвольного протекания.

1.1. Классификация термодинамических систем

Объектом изучения химической термодинамики является система.

Система – это часть пространства, которая включает взаимодействующие частицы или тела, обособленная от окружающей среды физическими или воображаемыми границами.

Окружающая среда – это все, что находится в прямом или косвенном контакте с системой.

Принято считать, что окружающая среда имеет такой большой размер, что отдача или приобретение ею теплоты не изменяет ее температуру.

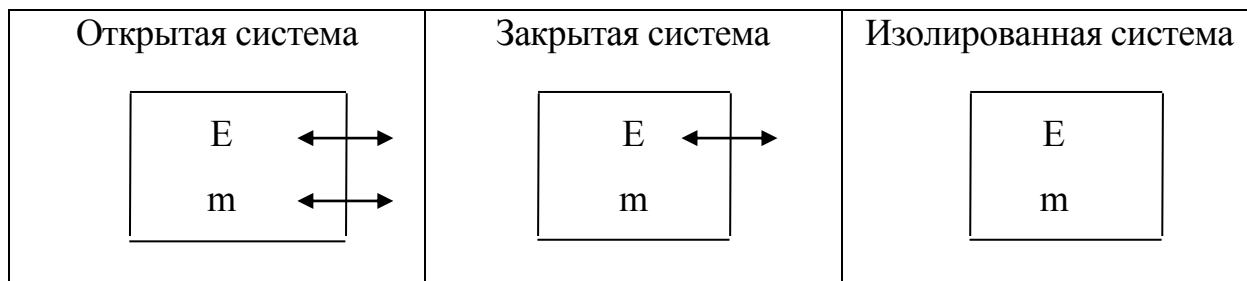
Если в системе возможен массо- и теплообмен между всеми её составными частями, то такая система называется **термодинамической**.

В зависимости от характера взаимодействия с окружающей средой системы делятся на:

1) **открытые системы** – это системы, которые обмениваются с окружающей средой и веществом и энергией (примером может служить открытая колба с раствором, из которой может испаряться растворитель и которая может нагреваться и охлаждаться окружающей средой.);

2) **закрытые системы** – это системы, которые обмениваются с окружающей средой только энергией, но не веществом (примером может служить плотно закрытая колба с раствором, из которой не может испаряться растворитель, но она может нагреваться и охлаждаться окружающей средой.);

3) **изолированные системы** - это системы, которые не обмениваются с окружающей средой ни энергией, ни веществом (Примером может служить химическая реакция, протекающая в термостате).



По составу системы делятся на:

1) **гомогенные** (однородные) – это системы состоят из одной фазы, т.е. в них отсутствует поверхность раздела.

2) **гетерогенные** (неоднородные) – это системы, которые состоят из двух или более фаз, отделённых поверхностью раздела.

Фаза – это часть системы, однородная во всех ее точках по химическому составу и свойствам и отделенная от других фаз поверхностью раздела.

1.2. Термодинамические параметры. Функции состояния

Протекание любой химической реакции сопровождается изменением термодинамического состояния системы.

Термодинамическое состояние – это совокупность всех физических и химических свойств системы.

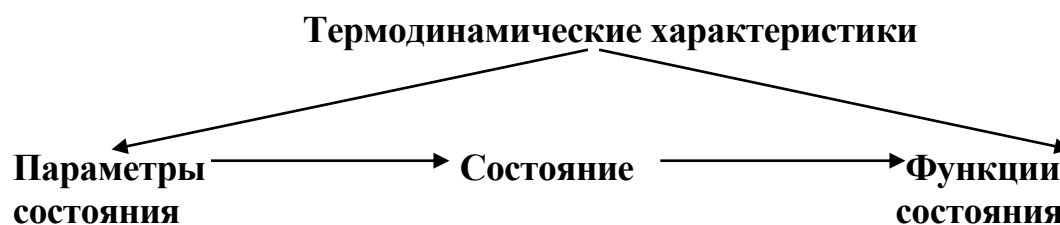
Термодинамические характеристики классифицируют двумя способами.

Во-первых, их делят на экстенсивные и интенсивные.

Экстенсивные зависят от количества вещества. Экстенсивное свойство системы в целом равно сумме соответствующих экстенсивных свойств отдельных составляющих, входящих в данную систему. К ним относят объем, массу, теплоемкость, внутреннюю энергию, энтальпию, энтропию, термодинамические потенциалы.

Интенсивными называют такие свойства, которые не зависят от количества вещества и которые выравниваются при контакте систем или частей системы. К ним относятся температура, давление, плотность, концентрация, химический потенциал.

Второй способ подразделения делит характеристики системы на термодинамические параметры и функции состояния.



Термодинамические параметры состояния - это величины, которые характеризуют состояние системы и могут быть непосредственно измерены.

Функции состояния — это переменные величины, которые являются функциями параметров состояния и не могут быть непосредственно измерены.

<u>Термодинамические параметры</u>	<u>Функции состояния</u>
давление p [Па]	внутренняя энергия U [$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$]
температура T [К]	энтальпия H [$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$]
объем V [м^3]	энтропия S [$\frac{\text{Дж}}{\text{мольК}}$]
плотность ρ [г/см^3]	энергия Гиббса G [$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$]

1.3. Термодинамические процессы

Любое изменение состояния системы, связанное с изменением хотя бы одного термодинамического параметра, называют **термодинамическим процессом**.

Все процессы, встречающиеся в природе, делятся на самопроизвольные (естественные) и несамопроизвольные.

Самопроизвольные процессы – это такие процессы, которые не требуют затрат извне (например, переход теплоты от более нагретого тела к менее нагретому телу).

Несамопроизвольные процессы – это процессы, требующие для своего протекания затраты энергии (например, разделение смеси газов на составляющие компоненты).

Если самопроизвольный процесс протекает в изолированной системе, то в итоге он непременно доходит до состояния равновесия.

Под **равновесным** понимают такое состояние, которое не изменяется во времени и не поддерживается какими-либо внешними факторами.

Состояние системы будет **неравновесным**, если ее параметры изменяются при отсутствии воздействия.

Равновесный процесс – это такой процесс, который протекает бесконечно медленно и проходит через бесконечно большое число состояний равновесия.

Равновесному процессу свойственны максимальная работа и двусторонность, т.е. обратимость.

Обратимым называют равновесный процесс, который может возвратиться в первоначальное состояние без каких-либо энергетических изменений в окружающей среде или в самой системе под влиянием бесконечно малой силы.

Необратимым называют неравновесный процесс, который не может быть обращен без того, чтобы в самой системе или в окружающей среде не остались какие-то изменения.

После термодинамически необратимого процесса систему при определенных условиях можно вернуть в исходное состояние, т.е. осуществить химическую обратимость, но для этого требуется произвести какие-либо изменения в системе или окружающей среде – например, повысить концентрацию продуктов реакции или подвести дополнительную теплоту. А в случае химической необратимости, любые изменения не позволяют вернуть систему в прежнее состояние.

1.4. Нулевое начало термодинамики

Если два тела, значительно отличающихся температурой, привести в соприкосновение друг с другом, то одно тело будет нагреваться, а другое – охлаждаться, пока оба не обретут одинаковую температуру, т.е. пока не наступит термодинамическое равновесие. Данное обстоятельство относится не только к соприкосновению двух тел, но и нескольких тел тоже.

В 1931 г. Р. Фаулер сформулировал закон термодинамического равновесия, получившего название *нулевого начала термодинамики*:

Если каждая из систем А и В находится в тепловом равновесии с системой D, то можно утверждать, что системы А и В находятся в тепловом равновесии друг с другом.

1.5. Первое начало термодинамики

Первое начало термодинамики представляет собой закон сохранения энергии в применении к термодинамическим системам.

Существует около 20 формулировок этого закона, но наибольший вклад в его разработку внесли работы Майера, Гельмгольца и Джоуля.

Первое начало термодинамики:

Теплота, подведенная к системе (Q), расходуется на изменение внутренней энергии (ΔU) и на работу, совершенную системой (W).

Математическое выражение первого начала термодинамики:

$$Q = \Delta U + W$$

Рассмотрим величины, которые фигурируют в данном выражении.

Внутренняя энергия системы U – это общий запас энергии системы, который включает в себя все виды энергии системы: энергию движения и взаимодействия молекул, атомов, ядер и других частиц, входящих в систему, кроме кинетической энергии движения системы как целого и потенциальной энергии положения системы.

Абсолютное значение внутренней энергии измерить нельзя (т.к. нельзя перевести систему в состояние, лишенное внутренней энергии), поэтому в термодинамике рассматривают изменение внутренней энергии ΔU при переходе системы из начального состояния (U_1) в конечное (U_2):

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

где U_2 – внутренняя энергия системы в конечном состоянии;

U_1 – внутренняя энергия системы в начальном состоянии.

Передача энергии от системы к окружающей среде и наоборот осуществляется в виде теплоты (Q) и работы (W).

Теплота Q – форма передачи энергии посредством неупорядоченного движения частиц. Это микроскопический способ передачи энергии, не связанный с перемещением масс, внешние параметры при этом остаются неизменными.

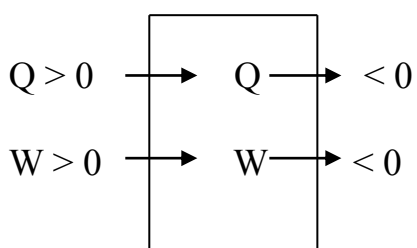
Работа W – форма передачи энергии посредством направленного движения частиц. Это макроскопический способ передачи энергии, связанный с перемещением вещества и с изменением внешних параметров.

Основным видом работы в химических реакциях является работа расширения газа при его нагревании:

$$W = p \cdot \Delta V$$

где p – внешнее давление,
 ΔV – изменение объёма.

Знаки теплоты и работы определяются схемой:



I. Q и W – положительные величины, если система получает теплоту или над ней производится работа.

II. Q и W – отрицательные величины, если система отдает теплоту или сама производит работу.

1.6. Приложение первого начала термодинамики к различным термодинамическим процессам

Изохорный процесс ($V = const$)

$$\Delta V = 0$$

$$W = p \cdot \Delta V = 0$$



тогда первое начало термодинамики принимает вид:

$$Q_V = \Delta U$$

Т.е. теплота в изохорном процессе полностью расходуется на изменение внутренней энергии.

Изотермический процесс ($T = const$)

Внутренняя энергия зависит только от температуры, следовательно, при $T = const$ $\Delta U = 0$, тогда выражение первого начала примет вид

$$Q_T = W = p \cdot \Delta V$$

Т.е. теплота в изотермическом процессе полностью расходуется на работу.

Изобарный процесс ($p = const$)

Большинство химических реакций идет при постоянном давлении и теплота, подведенная к системе, имеет вид:

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1) = U_2 - U_1 + pV_2 - pV_1 = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$$

Сумма $U + pV = H$, тогда

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Энтальпия H – функция состояния, тождественно равная сумме внутренней энергии и произведения давления на объем и является мерой теплосодержания системы.

Т.е. теплота в изобарном процессе расходуется на изменение энтальпии.

Таким образом, изменение энтальпии ΔH в изобарном процессе принимается за меру теплового эффекта реакции.

1.7. Термохимия

Раздел химической термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций, называется **термохимией**, а уравнения реакций, в которых указаны тепловые эффекты и агрегатные состояния веществ, называются **термохимическими**.

Рассмотрим пример термохимического уравнения:



Тепловой эффект реакции – это количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе химической реакции и обозначается ΔH_r .

Для корректного сравнения тепловых эффектов различных реакций между собой их значения приводят к **стандартным условиям**: $p = 101325 \text{ Па}$, $T = 298 \text{ К}$ (25°C), количество вещества $n = 1 \text{ моль}$.

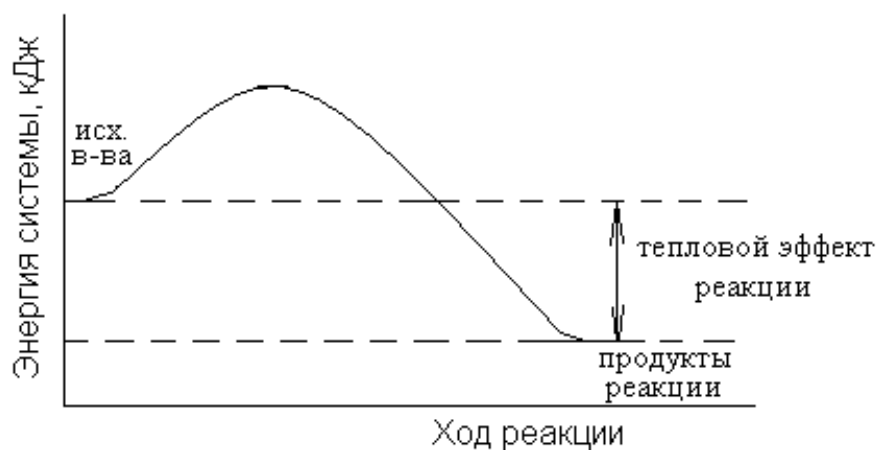
Если тепловой эффект определен и рассчитан при стандартных условиях, то он называется **стандартным** и обозначается ΔH_r^0 .

Тепловой эффект химической реакции зависит от:

- 1) природы реагирующих веществ;
- 2) агрегатного состояния вещества;
- 3) условий протекания реакции (p, V, T);
- 4) кристаллической модификации вещества (углерод C может быть представлен в природе и как графит, и как алмаз).

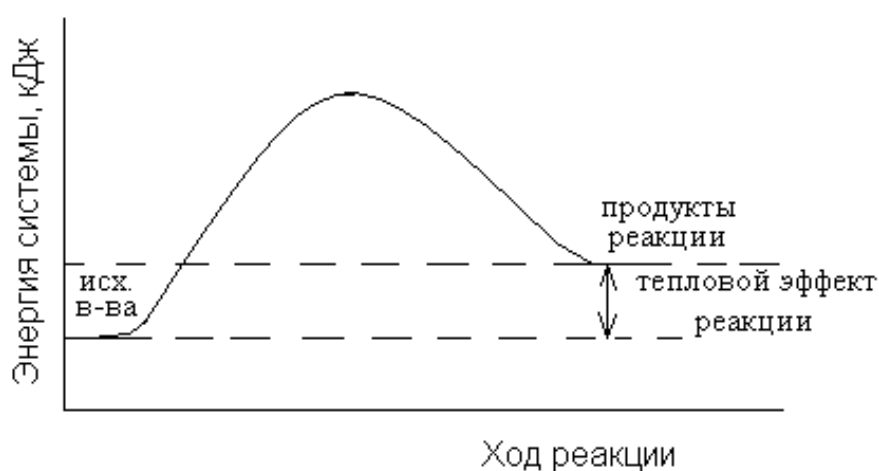
Если в ходе реакции теплота выделяется, т.е. энтальпия системы понижается ($\Delta H < 0$), то реакция называется **экзотермической**.

Энергетическая диаграмма (энергетический профиль) экзотермической реакции имеет вид:



Если в ходе реакции теплота поглощается, т.е. энтальпия системы повышается ($\Delta H > 0$), то реакция называется *эндотермической*.

Энергетическая диаграмма эндотермической реакции имеет вид:



1.8. Закон Гесса

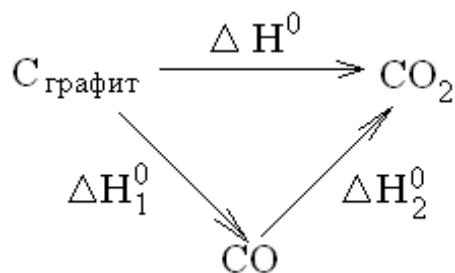
В 1840 году российский ученый Герман Иванович Гесс открыл закон, который лежит в основе всех термохимических расчетов.

Закон Гесса: тепловой эффект реакции зависит от природы и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути реакции, т. е. числа и характера промежуточных стадий.

Закон Гесса является частным случаем первого начала термодинамики применительно к химическим реакциям.

Закон Гесса дает возможность вычислять тепловые эффекты реакции в тех случаях, когда их непосредственное измерение неосуществимо.

Рассмотрим этот закон на примере получения углекислого газа CO_2 .



I путь: $C_{\text{графит}} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}, \Delta H^0 = -393,5 \text{ кДж}$

II путь: 1) $C_{\text{графит}} + \frac{1}{2} O_{2(g)} = CO_{(g)}, \Delta H_1^0 = -110,5 \text{ кДж}$
 2) $CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} = CO_{2(g)}, \Delta H_2^0 = -283 \text{ кДж.}$

Для расчета теплового эффекта получения углекислого газа II способом надо:

$$\Delta H^0 = \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 = -110,5 + (-283) = -393,5 \text{ кДж.}$$

Этот пример показывает, что тепловой эффект получения CO_2 двумя разными способами одинаков.

Практическое значение закона Гесса заключается в том, что он дает возможность вычислять тепловые эффекты реакции в тех случаях, когда их непосредственное измерение неосуществимо.

Из закона Гесса вытекает ряд основных следствий.

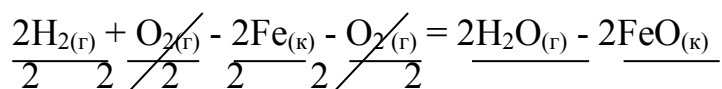
1 следствие из закона Гесса: с термохимическими уравнениями можно производить любые алгебраические действия.

Пример. Вычислить тепловой эффект реакции $FeO_{(к)} + H_{2(г)} = Fe_{(к)} + H_2O_{(г)}$, исходя из следующих термохимических уравнений.

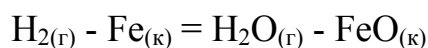
- 1) $2 Fe_{(к)} + O_{2(г)} = 2 FeO_{(к)}, \Delta H_1^0 = -538,2 \text{ кДж}$
- 2) $2 H_{2(г)} + O_{2(г)} = 2 H_2O_{(г)}, \Delta H_2^0 = -463,8 \text{ кДж}$

Решение:

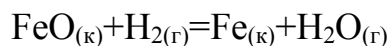
Чтобы получить исходное уравнение из данных термохимических уравнений необходимо произвести следующие алгебраические действия: / (2)/2 – (1)/2.



Таким образом, получаем искомое уравнение:



Переносим в противоположные части уравнения Fe и FeO и они становятся положительными:



Чтобы вычислить требуемый тепловой эффект реакции, необходимо те же действия произвести с тепловыми эффектами этих реакций, т. е.: (2)/2 – (1)/2:

$$\Delta H_r^0 = \Delta H_2^0 / 2 - \Delta H_1^0 / 2 = (-463,8)/2 - (-538,2)/2 = 37,2 \text{ кДж.}$$

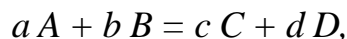
2 следствие из закона Гесса: тепловой эффект реакции (энтальпия реакции) равен сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом стехеометрических коэффициентов.

$$\Delta H_r^0 = \sum n_i \Delta H_{f\text{прод}}^0 - \sum n_i \Delta H_{f\text{исх}}^0,$$

где $\Delta H_{f\text{прод}}^0$, $\Delta H_{f\text{исх}}^0$ – энтальпии образования продуктов реакции и исходных веществ;

n_i – стехеометрические коэффициенты в уравнении.

Рассмотрим на примере обобщенной реакции:



где A, B – исходные вещества; C, D – продукты реакции;

a, b, c, d – это стехеометрические коэффициенты.

$$\Delta H_r^0 = (c \Delta H_{fC}^0 + d \Delta H_{fD}^0) - (a \Delta H_{fA}^0 + b \Delta H_{fB}^0).$$

Энтальпия образования вещества – это количество теплоты, которое выделяется или поглощается при образовании 1 моля вещества из простых веществ, устойчивых при данных условиях ΔH_f^0 , кДж/моль (справочная величина).

Энтальпии образования простых веществ, устойчивых при стандартных условиях, принимают равными 0.

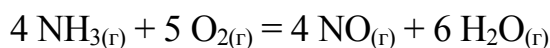
Если вещество при стандартных условиях имеет несколько аллотропных модификаций, то нулю равна энтальпия образования наиболее устойчивой модификации.

Например,

Углерод в виде графита – устойчивая модификация $\Rightarrow \Delta H_{fC(\text{графит})}^0 = 0$

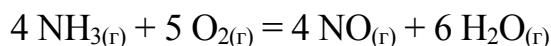
Углерод в виде алмаза – неустойчивая модификация $\Rightarrow \Delta H_{fC(\text{алмаз})}^0 = 2,1 \text{ кДж/моль.}$

Пример. Рассчитать тепловой эффект реакции окисления аммиака



Решение:

Для расчета необходимо взять из справочника энтальпии образования всех веществ, участвующих в данной реакции:



ΔH^0_f , кДж/моль	-46	0	+91	-242
n, Моль	4	5	4	6

$$\Delta H^0_r = (4 \cdot \Delta H^0_{\text{NO}} + 6 \cdot \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}}) - (4 \cdot \Delta H^0_{\text{NH}_3} + 5 \cdot \Delta H^0_{\text{O}_2}) = (4 \cdot 91 + 6 \cdot (-242)) - (4 \cdot (-46) + 5 \cdot 0) = -904 \text{ кДж}$$

$\Delta H^0_r < 0 \Rightarrow$ теплота в ходе реакции выделяется, реакция экзотермическая.

С помощью термохимических расчетов можно определить энергию химических связей, энергию кристаллической решетки, энтальпию растворения, теплоту сгорания и т. д.

Во многих случаях расчет теплового эффекта химической реакции по закону Гесса невозможен, поэтому его определяют экспериментально с использованием *калориметрического метода*, сущность которого заключается в измерении изменения температуры системы в результате протекания в ней химического процесса.

Калориметр – это теплоизолированный сосуд, служащий для измерения тепловых эффектов различных физико-химических процессов.

1.9. Теплота растворения

Энтальпия растворения $\Delta H^0_{\text{раств}}$ – это количество теплоты, которое выделяется или поглощается при растворении 1 моля вещества в бесконечно большом количестве воды при стандартных условиях.

При растворении вещества протекают два процесса:

- 1) разрушение кристаллической решетки на свободные ионы, при котором происходит поглощение энергии в количестве, равном энергии кристаллической решетки, т.е. это эндотермический процесс и $\Delta H^0_{\text{реш}} > 0$.
- 2) химическое взаимодействие растворителя с растворяющимся веществом – гидратация ионов соли, при котором происходит выделение тепла, т.е. это экзотермический процесс и $\Delta H^0_{\text{гидр}} < 0$.

Согласно закону Гесса, тепловой эффект (энтальпию) растворения $\Delta H^0_{\text{раств}}$ можно представить в виде алгебраической суммы энергии (энтальпии) разрушения кристаллической решетки $\Delta H^0_{\text{реш}}$ и энтальпии гидратации ионов $\Delta H^0_{\text{гидр}}$:

$$\Delta H^0_{\text{раств}} = \Delta H^0_{\text{реш}} + \Delta H^0_{\text{гидр}}$$

Таким образом, в зависимости от соотношения значений $\Delta H^0_{\text{реш}}$ и $\Delta H^0_{\text{гидр}}$ тепловой эффект растворения может иметь как положительное, так и отрицательное значение, т.е. процесс растворения может быть как эндо-, так и экзотермическим:

- если $|\Delta H^0_{\text{реш}}| > |\Delta H^0_{\text{гидр}}|$, то $|\Delta H^0_{\text{раств}}| > 0$;
- если $|\Delta H^0_{\text{гидр}}| > |\Delta H^0_{\text{реш}}|$, то $|\Delta H^0_{\text{раств}}| < 0$.

В качестве примера рассмотрим процесс растворения кристаллического нитрата калия.

Так, растворение кристаллического нитрата калия сопровождается поглощением теплоты (процесс эндотермический), т.к. на разрушение кристаллической решетки KNO_3 ($\Delta H^0_{\text{реш}} = 684,5$ кДж/моль) затрачивается больше энергии, чем ее выделяется при гидратации ионов K^+ ($\Delta H^0_{\text{гидр}}(\text{K}^+) = -338,9$ кДж/моль) и ионов NO_3^- ($\Delta H^0_{\text{гидр}}(\text{NO}_3^-) = -309,6$ кДж/моль).



Тепловой эффект, сопровождающий растворение твердого вещества в жидкости и отнесенный к одному грамму растворяемого вещества, называют **удельной теплотой растворения**.

Тепловой эффект, отнесенный к одному моль растворяемого вещества, называют **молярной теплотой растворения**.

Изменение энтальпии в ходе растворения одного моль вещества при $p=1$ атм. в таком количестве растворителя, которое соответствует получению раствора с моляльностью m , называется **стандартной моляльной теплотой растворения** $\Delta H^{0(m)}_{\text{раств}}$.

Интегральная теплота растворения – это тепловой эффект, сопровождающий процесс растворения одного моль (молярная) или одного грамма (удельная) вещества в данном количестве растворителя.

Дифференциальная теплота растворения – это тепловой эффект, сопровождающий процесс растворения одного моль вещества в бесконечно большом количестве раствора заданной концентрации.

1.10. Второе начало термодинамики

Первое начало термодинамики устанавливает постоянство (неуничтожимость) энергии при взаимных превращениях ее различных форм, но оно не дает никаких указаний о направлении процессов, их возможности или невозможности.

Так, если два тела с разной температурой касаются друг друга, то энергия в виде теплоты может переходить от одного тела к другому. Первое начало термодинамики разрешает переход теплоты как от более горячего тела к холодному, так и от холодного к горячему. Однако, из опыта известно, что теплота всегда переходит от тела с более высокой температурой к телу с более низкой температурой.

Второе начало устанавливает возможность, направление и предел протекания самопроизвольных процессов.

Все процессы, включая химические, можно разделить на две группы: самопроизвольно протекающие (не требуют затрат энергии извне) и несамопроизвольные (требуют затрат энергии).

Второе начало термодинамики:

В изолированных системах самопроизвольно идут только такие процессы, которые сопровождаются возрастанием энтропии, т. е. $\Delta S > 0$.

Энтропия S – это функция состояния, являющаяся мерой неупорядоченности состояния системы.

Состояние системы можно охарактеризовать **микросостояниями** составляющих ее частиц, т. е. числом способов и вариантов распределения этих частиц.

Число микросостояний системы называется **термодинамической вероятностью системы** W , которая выражается огромными числами, поэтому при расчетах используют величину $\ln W$.

Больцман установил связь между энтропией и термодинамической вероятностью:

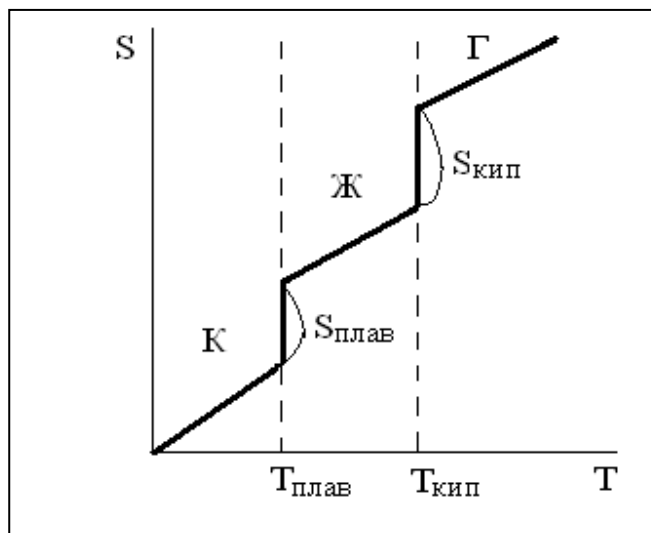
$$S = R \cdot \ln W$$

где R – молярная постоянная ($R = 8,31$ Дж/моль·К).

Уравнение Больцмана характеризует энтропию как меру термодинамической вероятности состояния веществ и систем.

Чем большим числом микрочастиц представлена система, тем больше вариантов распределения этих частиц и тем выше значение энтропии.

Энтропия вещества зависит от его агрегатного состояния. По мере повышения температуры растет скорость различных видов движения частиц, т. е. число их микросостояний и соответственно термодинамическая вероятность и энтропия вещества.



$$S_{\text{к}} < S_{\text{ж}} < S_{\text{г}}$$

$$S^0_{\text{воды}}, \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$$

лед 43,9

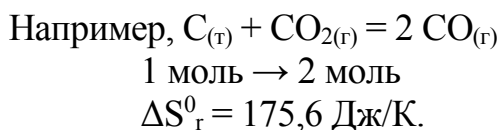
жидкость 66,9

пар 188,7

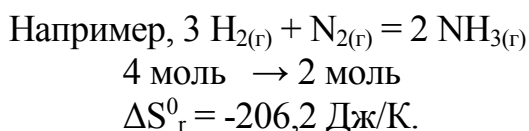
Фазовые переходы всегда сопровождаются резким изменением энтропии (скачком), т.к. различные агрегатные состояния вещества существенно отличаются по значениям энтропии.

Поскольку энтропия вещества в газообразном состоянии существенно выше, чем в жидком и твердом состояниях, то энтропия реакции связана прежде всего с изменением числа молей газов.

Если число молей газов в реакции возрастает, то и изменение энтропии будет возрастать ($\Delta S^0_{\text{г}} > 0$).



Если число молей газов в реакции уменьшается, то энтропия также будет уменьшаться ($\Delta S^0_{\text{г}} < 0$).



Если реакция протекает между твердыми веществами или между газами без изменения количества газообразных веществ, то и энтропия реакции практически не изменяется ($\Delta S^0_{\text{г}} \approx 0$).

Например, $C_{(\text{графит})} + O_{2(\text{г})} = CO_{2(\text{г})}$
1 моль \rightarrow 1 моль
 $\Delta S_r^0 = 2,9 \text{ Дж/К}$.

1.11. Третье начало термодинамики

В отличие от энтальпии и внутренней энергии можно определить абсолютные значения энтропии веществ. Это вытекает из постулата Планка, получившего название **третьего начала термодинамики**:

При абсолютном нуле энтропия идеального кристалла равна 0.

Отсюда следует, что чем тверже вещество, чем более компактную структуру оно имеет, тем ниже его энтропия.

Из твердых веществ алмаз имеет самое низкое значение энтропии, т.к. в расположении его атомов наблюдается исключительно высокая степень порядка.

Например, $S_{(\text{с}) \text{ алмаз}}^0 = 2,368 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$; $S_{(\text{с}) \text{ графит}}^0 = 5,74 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$.

Как и для энтальпии, изменение энтропии в ходе реакции не зависит от пути реакции и определяется только состоянием исходных веществ и продуктов реакции, поэтому изменение энтропии в ходе реакции находят по формуле:

$$\Delta S_r^0 = \sum n_i S_{\text{прод}}^0 - \sum n_i S_{\text{исх}}^0 \quad [\text{Дж/К}]$$

где n_i – стехиометрические коэффициенты в уравнении.

$S_{\text{прод}}^0$, $S_{\text{исх}}^0$ – стандартные энтропии продуктов реакции и исходных веществ (справочные величины)..

1.12. Энергия Гиббса

Направление самопроизвольного течения реакций зависит от двух факторов:

1) стремление системы к минимуму энергии, т. е. к более устойчивому состоянию, которое сопровождается уменьшением энтальпии – энтальпийный фактор (ΔH);

2) стремление системы к максимальному беспорядку, которое сопровождается повышением энтропии – энтропийный фактор ($T\Delta S$).

Соотношение этих двух величин позволяет судить о направлении процессов в химической системе.

Функция состояния, объединяющая эти факторы и являющаяся критерием самопроизвольного протекания химической реакции называется **энергией Гиббса G**:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad [\text{кДж/моль}]$$

Если $\Delta G_r^0 < 0$, то химическая реакция может протекать самопроизвольно в прямом направлении.

Если $\Delta G_r^0 > 0$, то прямая реакция невозможна, но может протекать обратный процесс.

Если $\Delta G_r^0 = 0$, то система находится в состоянии химического равновесия.

Стандартной энергией Гиббса образования вещества $\Delta G_f^0(B)$ называют изменение энергии Гиббса при образовании 1 моля вещества при стандартных условиях [кДж/моль] (справочная величина).

Стандартная энергия Гиббса образования простого вещества, устойчивого при стандартных условиях равна 0 (как и стандартная энтальпия образования вещества).

Изменение энергии Гиббса в ходе реакции не зависит от пути реакции, поэтому определяется по формуле:

$$\Delta G_r^0 = \sum n_i \Delta G_{f(\text{прод})}^0 - \sum n_i \Delta G_{f(\text{исх})}^0, \quad [\text{кДж}]$$

где n_i – стехиометрические коэффициенты.

Температуру, при которой происходит смена знака ΔG , можно определить из условия равновесия:

$$T_p = \frac{\Delta H_r^0}{\Delta S^0}$$

где T_p – температура, при которой устанавливается равновесие.

Если значение энергии Гиббса неизвестно, то о направлении протекания химической реакции судят по соотношению знаков энтальпийного и энтропийного факторов:

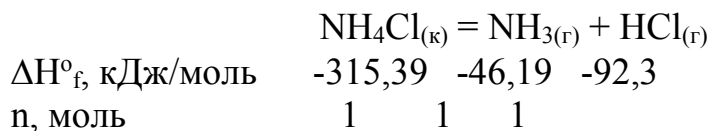
Знак			Направление протекания реакции	Примеры реакций
ΔH	ΔS	ΔG		
- $\Delta H < 0$	+ $\Delta S > 0$	- $\Delta G < 0$	Прямая реакция может идти самопроизвольно при любой температуре, но не может протекать обратный процесс	$C_{(к)} + 1/2O_{2(г)} = CO_{(г)}$
+ $\Delta H > 0$	- $\Delta S < 0$	+ $\Delta G > 0$	Прямая реакция не может идти самопроизвольно при любой температуре, но может протекать обратный процесс	$CO_{(г)} = C_{(к)} + 1/2O_{2(г)}$
- $\Delta H < 0$	- $\Delta S < 0$	\pm $\Delta G < 0$ при $T < T_p$ $\Delta G > 0$ при $T > T_p$	Самопроизвольно может идти прямая реакция при низких температурах и обратная при высоких температурах	$CaO_{(к)} + CO_{2(г)} = CaCO_{3(к)}$
+ $\Delta H > 0$	+ $\Delta S > 0$	\pm $\Delta G < 0$ при $T > T_p$ $\Delta G > 0$ при $T < T_p$	Самопроизвольно может идти прямая реакция при высоких температурах и обратная при низких температурах	$CH_{4(г)} + 2H_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + 4H_{2(г)}$

2. ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

2.1. Примеры решения задач

Пример 1. Каким тепловым эффектом сопровождается термическое разложение 200 г хлорида аммония?

Решение: Составляем уравнение реакции и в приложении находим ΔH_f° всех веществ:



По второму следствию из закона Гесса рассчитываем тепловой эффект разложения 1 моль NH_4Cl :

$$\Delta H_r^\circ = (\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3) + (\Delta H_f^\circ(\text{HCl})) - \Delta H_f^\circ(\text{NH}_4\text{Cl})) = ((-46,19) + (-92,3)) - (-315,39) = 176,9 \text{ кДж.}$$

$\Delta H_r^\circ > 0$ – реакция разложения NH_4Cl – эндотермическая, т.е. идет с поглощением теплоты.

Находим количество вещества $\text{NH}_4\text{Cl}(n)$, содержащееся в 200 г:

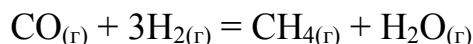
$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{m(\text{NH}_4\text{Cl})}{M(\text{NH}_4\text{Cl})} = \frac{200}{53,5} = 3,7 \text{ моль.}$$

Согласно уравнению реакции, при разложении 1 моля NH_4Cl поглощается 176,9 кДж теплоты, а при разложении 3,7 моля NH_4Cl :

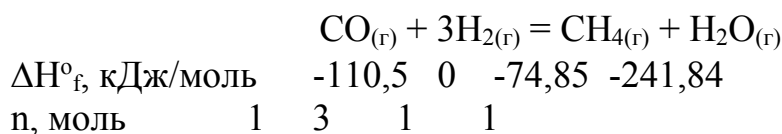
$$\Delta H_r^\circ = 176,9 \cdot 3,7 = 654,5 \text{ кДж.}$$

Ответ: При разложении 200 г NH_4Cl поглощается 654,5 кДж теплоты.

Пример 2. Вычислите количество теплоты, выделяющееся при получении 67,2 л метана CH_4 в пересчете на нормальные условия по реакции



Решение:



Рассчитаем тепловой эффект получения 1 моля CH_4 :

$$\Delta H^{\circ}_r = (\Delta H^{\circ}_f(\text{CH}_4) + \Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O})) - (\Delta H^{\circ}_f(\text{CO}) + 3\Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2)) = ((-74,85) + (-241,8)) - ((-110,5) + 3 \cdot 0) = -206,19 \text{ кДж.}$$

Находим количество вещества CH_4 , содержащееся в 67,2 л метана при нормальных условиях:

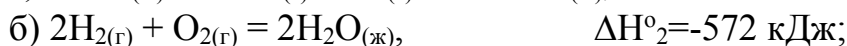
$$n(\text{CH}_4) = \frac{V_{\text{CH}_4}}{V_m} = \frac{67,2}{22,4} = 3 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции при получении 1 моля CH_4 выделяется 206,19 кДж теплоты, а при получении 3 молей метана

$$\Delta H^{\circ}_f = -206,19 \cdot 3 = -618,57 \text{ кДж.}$$

Ответ: При получении 67,2 л метана выделяется 618,57 кДж теплоты.

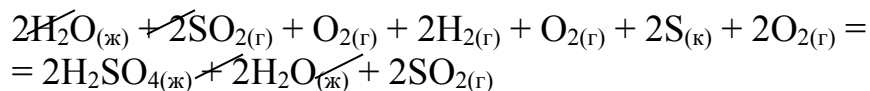
Пример 3. Вычислите стандартную энтальпию образования серной кислоты по следующим термохимическим уравнениям:



Решение: Образование 1 моля серной кислоты H_2SO_4 из простых веществ S , O_2 и H_2 происходит по реакции:



Чтобы получить это уравнение из данных термомеханических уравнений, надо в соответствии с первым следствием из закона Гесса провести с ними необходимые алгебраические действия: к сумме уравнений (а) и (б) прибавить уравнение (в), умноженное на 2, и разделить на 2, т.е. $[(\text{а})+(\text{б})+(\text{в}) \cdot 2]/2$.

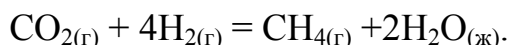


Чтобы получить значение энтальпии образования серной кислоты H_2SO_4 , надо те же алгебраические действия провести со значениями тепловых эффектов данных реакций.

$$\Delta H_r^0 = \frac{\Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 + 2 \cdot \Delta H_3^0}{2} = \frac{(-462) + (-572) + 2 \cdot (-297)}{2} = -814 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

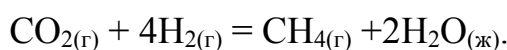
Ответ: Стандартная энтальпия образования H_2SO_4 равна -814 кДж/моль.

Пример 4. На основании стандартных энтальпий образования и стандартных энтропий веществ вычислите ΔG реакции, протекающей по уравнению:



В каком направлении будет протекать данная реакция? Рассчитайте температуру, при которой наступит равновесие.

Решение:



ΔH_f^0 , кДж/моль	-393,51	0	-74,85	-285,84
ΔS^0 , Дж/моль·К	213,6	130,6	186,19	69,96
n, моль	1	4	1	2

На основании следствия из закона Гесса вычисляем стандартные энтальпию и энтропию реакции:

$$\Delta H_r^0 = (\Delta H_f^0(\text{CH}_4) + 2\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O})) - (\Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 4\Delta H_f^0(\text{H}_2)) = ((-74,85) + 2(-285,84)) - ((-393,51) + 4 \cdot 0) = -206,19 \text{ кДж}.$$

$$\Delta S^0 = (S^0(\text{CH}_4) + 2S^0(\text{H}_2\text{O})) - (S^0(\text{CO}_2) + 4S^0(\text{H}_2)) = (186 + 2 \cdot 69,96) - (213,6 + 4 \cdot 130,6) = -409,89 \text{ Дж/К} = -0,409 \text{ кДж/К}.$$

Стандартная энергия Гиббса

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -253,02 - 298(-0,409) = -131,14 \text{ кДж}.$$

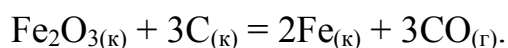
$\Delta G^0 < 0$, поэтому реакция протекает самопроизвольно при $T=298 \text{ К}$ в прямом направлении.

Температура, при которой устанавливается равновесие:

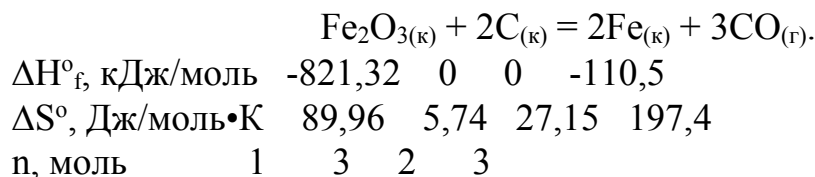
$$T_p = \frac{\Delta H_r^0}{\Delta S^0} = \frac{-253,02}{-0,409} = 618,6 \text{ К}$$

Ответ: Стандартная энергия Гиббса реакции -131,14 кДж, температура, при которой наступит равновесие 618,6 К.

Пример 5. Рассчитайте температуру, при которой становится возможным восстановление Fe_2O_3 углеродом по реакции:



Решение:



По следствию из закона Гесса вычисляем ΔH_r° и ΔS° реакции.

$$\Delta H_r^\circ = (2\Delta H_f^\circ(\text{Fe}) + 3\Delta H_f^\circ(\text{CO})) - (\Delta H_f^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 2\Delta H_f^\circ(\text{C})) = (2 \cdot 0 + 3 \cdot (-110,5)) - ((-821,32) + 2 \cdot 0) = 489,82 \text{ кДж}.$$

$$\Delta S^\circ = (2S^\circ(\text{Fe}) + 3S^\circ(\text{CO})) - (S^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) + 2S^\circ(\text{C})) = (2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 197,4) - (89,96 + 2 \cdot 5,74) = 539,32 \text{ Дж/К} = 0,539 \text{ кДж/К}.$$

Стандартная энергия Гиббса

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 489,82 - 298 \cdot 0,539 = 329,2 \text{ кДж}.$$

$\Delta G^\circ > 0$, следовательно реакция при $T=298 \text{ К}$ невозможна.

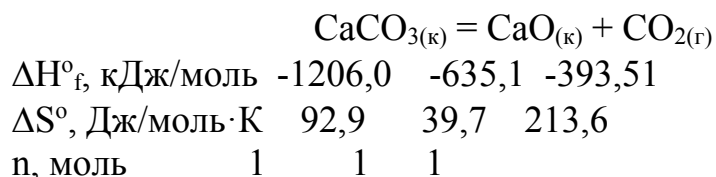
Температура, при которой становится возможным восстановление Fe_2O_3 :

$$T_p = \frac{\Delta H_r^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{489,82}{0,539} = 908,8 \text{ К}$$

Ответ: Температура начала восстановления Fe_2O_3 908,8 К.

Пример 6. Возможна ли реакция разложения карбоната кальция CaCO_3 при температурах 900 и 1200 К?

Решение: Уравнение реакции разложения CaCO_3 :



По следствию из закона Гесса вычисляем ΔH_r° и ΔS° реакции.

$$\Delta H_r^\circ = (\Delta H_f^\circ(\text{CaO}) + \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)) - \Delta H_f^\circ(\text{CaCO}_3) = ((-635,1) + (-393,51)) - (-1206,0) = 177,39 \text{ кДж}.$$

$$\Delta S^\circ = (S^\circ(\text{CaO}) + S^\circ(\text{CO}_2)) - S^\circ(\text{CaCO}_3) = (39,7 + 213,6) - 92,9 = 160,4 \text{ Дж/К} = 0,160 \text{ кДж/К}.$$

Энергия Гиббса при температурах 900 и 1200 К

$$\Delta G_{900} = 177,39 - 900 \cdot 0,160 = 33,39 \text{ кДж}$$

$\Delta G_{900} > 0$, следовательно реакция разложения CaCO_3 при $T=900 \text{ К}$ невозможна.

$$\Delta G_{1200} = 177,39 - 1200 \cdot 0,160 = -14,61 \text{ кДж}$$

$\Delta G_{1200} < 0$, следовательно при $T=1200 \text{ К}$ реакция разложения CaCO_3 протекает самопроизвольно.

Ответ: Разложение CaCO_3 возможно при 1200 К ($\Delta G_{1200} = -14,61 \text{ кДж}$) и невозможно при 900 К ($\Delta G_{900} = 33,39 \text{ кДж}$).

2.2. Контрольные задания для самостоятельной работы

Задача 1

Для реакции определите возможное направление самопроизвольного течения реакции при стандартных условиях и при температуре $t = \dots \text{ }^\circ\text{C}$, если тепловой эффект до заданной температуры не изменится. Укажите: а) выделяется или поглощается энергия в ходе реакции; б) причину найденного изменения энтропии. Рассчитайте температуру, при которой устанавливается равновесие и происходит смена знака ΔG .

Данные к задаче 1

Вариант	Уравнение реакции	$t, ^\circ\text{C}$
1	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) = 3\text{FeO}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$	1227
2	$2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$	927
3	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + \text{C}_{(\text{графит})} = 3\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г})$	627
4	$\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{C}_{(\text{графит})} = 2\text{Cr}(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г})$	1327
5	$\text{WO}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = \text{W}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	977
6	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + 4\text{C}_{(\text{графит})} = 3\text{Fe}(\text{к}) + 4\text{CO}(\text{г})$	827
7	$\text{TiO}_2 + \text{C}_{(\text{графит})} = \text{Ti}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$	1927
8	$\text{MgCO}_3(\text{к}) = \text{MgO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$	627
9	$\text{NiO}(\text{к}) + \text{C}_{(\text{графит})} = \text{Ni}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г})$	627
10	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) = 3\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$	1377
11	$\text{WO}_3(\text{к}) + 3\text{C}_{(\text{графит})} = \text{W}(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г})$	927

Вариант	Уравнение реакции	t, °C
12	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{К}) + 4\text{H}_2(\text{Г}) = 3\text{Fe}(\text{К}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{Г})$	1227
13	$\text{Mn}_3\text{O}_4(\text{К}) + 4\text{C}_{(\text{графит})} = 3\text{Mn}(\text{К}) + 4\text{CO}(\text{Г})$	1227
14	$2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{К}) = 2\text{PbO}(\text{К}) + 4\text{NO}_2(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г})$	477
15	$2\text{NH}_3(\text{Г}) = \text{N}_2(\text{Г}) + 3\text{H}_2(\text{Г})$	327
16	$\text{CO}_2(\text{Г}) + 4\text{H}_2(\text{Г}) = \text{CH}_4(\text{Г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{Ж})$	377
17	$\text{CaCO}_3(\text{К}) = \text{CaO}(\text{К}) + \text{CO}_2(\text{Г})$	1077
18	$\text{V}_2\text{O}_5(\text{К}) + 5\text{C}_{(\text{графит})} = 5\text{CO}(\text{Г}) + 2\text{V}(\text{К})$	1027
19	$\text{SiO}_2(\text{К}) + 2\text{C}_{(\text{графит})} = \text{Si}(\text{К}) + 2\text{CO}(\text{Г})$	1677
20	$4\text{HCl}(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г}) = 2\text{H}_2\text{O}(\text{Г}) + 2\text{Cl}_2(\text{Г})$	727
21	$\text{CH}_4(\text{Г}) + \text{CO}_2(\text{Г}) = 2\text{CO}(\text{Г}) + 2\text{H}_2(\text{Г})$	927
22	$\text{C}_{(\text{графит})} + \text{CO}_2(\text{Г}) = 2\text{CO}(\text{Г})$	1227
23	$\text{Nb}_2\text{O}_5(\text{К}) + 5\text{C}_{(\text{графит})} = 2\text{Nb}(\text{К}) + 5\text{CO}(\text{Г})$	1327
24	$\text{C}_{(\text{графит})} + \text{H}_2\text{O}(\text{Г}) = \text{CO}(\text{Г}) + \text{H}_2(\text{Г})$	1177
25	$\text{PbO}(\text{К}) + \text{C}_{(\text{графит})} = \text{Pb}(\text{К}) + \text{CO}(\text{Г})$	577

Задача 2

Рассчитайте тепловой эффект, изменение энтропии и термодинамическую возможность реакции, протекающей в водном растворе при 25°C (расчет проводите для сокращенного ионного уравнения).

Данные к задаче 2

Вариант	Уравнение реакции
1	$\text{CuSO}_4(\text{Р}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{Ж}) = \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{К}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{Р})$
2	$\text{NaNO}_3(\text{Р}) + \text{AgCl}(\text{К}) = \text{NaCl}(\text{Р}) + \text{AgNO}_3(\text{Р})$
3	$\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{Р}) + \text{BaCl}_2(\text{Р}) = \text{BaSO}_4(\text{К}) + 2\text{NaCl}(\text{Р})$
4	$\text{Zn}(\text{К}) + 2\text{HCl}(\text{Р}) = \text{ZnCl}_2(\text{Р}) + \text{H}_2(\text{Г})$
5	$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{Р}) + \text{NaOH}(\text{Р}) = \text{NH}_4\text{OH}(\text{Р}) + \text{NaCl}(\text{Р})$
6	$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{К}) + 2\text{NaOH}(\text{Р}) = 2\text{NaAlO}_2(\text{Р}) + \text{H}_2\text{O}(\text{Ж})$
7	$\text{CaCO}_3(\text{К}) + 2\text{HCl}(\text{Р}) = \text{CaCl}_2(\text{Р}) + \text{H}_2\text{O}(\text{Ж}) + \text{CO}_2(\text{Г})$
8	$3\text{Zn}(\text{К}) + 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3(\text{Р}) = 3\text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{Р}) + 2\text{Al}(\text{К})$
9	$\text{NiCl}_2(\text{Р}) + \text{H}_2\text{S}(\text{Р}) = \text{NiS}(\text{К}) + 2\text{HCl}(\text{Г})$
10	$2\text{Al}(\text{OH})_3(\text{К}) + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{Р}) = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{Р}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{Ж})$
11	$\text{NaOH}(\text{Р}) + \text{H}_2\text{S}(\text{Г}) = \text{NaHS}(\text{Р}) + \text{H}_2\text{O}(\text{Ж})$
12	$2\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{Р}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{Р}) = \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{Р}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{Р}) + \text{H}_2\text{O}(\text{Ж})$
13	$\text{Cu}(\text{К}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{Р}) = \text{CuSO}_4(\text{Р}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{Ж}) + \text{SO}_2(\text{Г})$
14	$\text{CdCl}_2(\text{Р}) + 2\text{KOH}(\text{Р}) = \text{Cd}(\text{OH})_2(\text{К}) + 2\text{KCl}(\text{Р})$

Вариант	Уравнение реакции
15	$\text{Na}_2\text{HPO}_{4(\text{P})} + \text{CaCl}_{2(\text{P})} = \text{CaHPO}_{4(\text{K})} + 2\text{NaCl}_{(\text{P})}$
16	$\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{P})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})} = 2\text{NaOH}_{(\text{P})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{P})}$
17	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_{2(\text{P})} + \text{H}_2\text{CO}_{3(\text{P})} = \text{CaCO}_{3(\text{K})} + 2\text{HNO}_{3(\text{P})}$
18	$\text{BaSO}_{4(\text{K})} + 2\text{HCl}_{(\text{P})} = \text{BaCl}_{2(\text{P})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{P})}$
19	$\text{CuO}_{(\text{K})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{P})} = \text{CuSO}_{4(\text{P})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})}$
20	$\text{CuS}_{(\text{K})} + 2\text{HCl}_{(\text{P})} = \text{CuCl}_{2(\text{P})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{Г})}$
21	$\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{K})} + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{P})} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{P})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})}$
22	$\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{K})} + \text{NaOH}_{(\text{P})} = \text{NaAlO}_{2(\text{P})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})}$
23	$\text{Cu}_{(\text{K})} + \text{FeSO}_{4(\text{P})} = \text{CuSO}_{4(\text{P})} + \text{Fe}_{(\text{K})}$
24	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(\text{P})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{P})} = \text{BaSO}_{4(\text{K})} + 2\text{HNO}_{3(\text{Ж})}$
25	$2\text{Fe}(\text{OH})_{3(\text{K})} + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{P})} = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{P})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})}$

Задача 3

Вычислите тепловой эффект реакции, пользуясь стандартными энтальпиями образования реагирующих веществ. Сколько теплоты выделится (поглотится) при образовании вещества в количестве

Данные к задаче 3

Вариант	Уравнение реакции	Вещество	Количество
1	$3\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{K}) + 8\text{Al}_{(\text{K})} = 4\text{Al}_2\text{O}_3(\text{K}) + 9\text{Fe}_{(\text{K})}$	Fe	56 г
2	$3\text{FeO}_{(\text{K})} + 5\text{CO}_{(\text{Г})} = \text{Fe}_3\text{C}_{(\text{K})} + 4\text{CO}_{2(\text{Г})}$	CO	22,4 л
3	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{K}) + 2\text{Al}_{(\text{K})} = \text{Al}_2\text{O}_3(\text{K}) + 2\text{Fe}_{(\text{K})}$	Fe	448 г
4	$\text{Nb}_2\text{O}_5(\text{K}) + 5\text{Ca}_{(\text{K})} = 5\text{CaO}_{(\text{K})} + 2\text{Nb}_{(\text{K})}$	Nb	46,5 г
5	$\text{CaO}_{(\text{K})} + \text{SiO}_2(\text{K}) = \text{CaSiO}_3(\text{K})$	CaO	280 г
6	$\text{CaC}_2(\text{K}) + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})} = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{K}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{Г})$	C ₂ H ₂	44,8 л
7	$3\text{Mn}_3\text{O}_4(\text{K}) + 8\text{Al}_{(\text{K})} = 9\text{Mn}_{(\text{K})} + 4\text{Al}_2\text{O}_3(\text{K})$	Mn	49,5 г
8	$4\text{FeS}_{2(\text{K})} + 11\text{O}_2(\text{Г}) = 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{K}) + 8\text{SO}_2(\text{Г})$	SO ₂	89,6 л
9	$\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{K}) + 2\text{Al}_{(\text{K})} = 2\text{Cr}_{(\text{K})} + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{K})$	Cr	208 г
10	$2\text{Cu}_2\text{S}_{(\text{K})} + 3\text{O}_2(\text{Г}) = 2\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{K})} + 2\text{SO}_2(\text{Г})$	O ₂	201,6 л
11	$\text{WO}_3(\text{K}) + 2\text{Al}_{(\text{K})} = \text{W}_{(\text{K})} + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{K})$	W	5 моль
12	$3\text{FeCO}_3 = \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{K}) + 2\text{CO}_2(\text{Г}) + \text{CO}_{(\text{Г})}$	FeCO ₃	15 моль
13	$3\text{NiO}_{(\text{K})} + 2\text{Al}_{(\text{K})} = 3\text{Ni}_{(\text{K})} + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{K})$	Ni	352,2 г
14	$3\text{SiO}_2(\text{K}) + 4\text{Al}_{(\text{K})} = 3\text{Si}_{(\text{K})} + 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{K})$	Al	216 г
15	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{K}) + \text{CO}_{(\text{Г})} = 3\text{FeO}_{(\text{K})} + \text{CO}_2(\text{Г})$	CO	112 л
16	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{K}) + \text{C}_{(\text{графит})} = 3\text{FeO}_{(\text{K})} + \text{CO}_{(\text{Г})}$	C	60 г
17	$3\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{K}) + \text{CO}_{(\text{Г})} = 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{K}) + \text{CO}_2(\text{Г})$	Fe ₂ O ₃	1,44 кг
18	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{K}) + 4\text{CO}_{(\text{Г})} = 3\text{Fe}_{(\text{K})} + 4\text{CO}_2(\text{Г})$	Fe	224 г
19	$2\text{NaOH}_{(\text{K})} + \text{SiO}_2(\text{K}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{K}) + \text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})}$	Na ₂ SiO ₃	4 моль
20	$2\text{PbS}_{(\text{K})} + 3\text{O}_2(\text{Г}) = 2\text{PbO}_{(\text{K})} + 2\text{SO}_2(\text{Г})$	PbO	95,6 г
21	$2\text{NaOH}_{(\text{K})} + \text{CO}_2(\text{Г}) = \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{K}) + \text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж})}$	Na ₂ CO ₃	5 моль

Вариант	Уравнение реакции	Вещество	Количество
22	$\text{Mg(OH)}_{2(\text{K})} = \text{MgO}_{(\text{K})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{Г})}$	MgO	120 г
23	$3\text{Fe}_{(\text{K})} + 2\text{CO}_{(\text{Г})} = \text{Fe}_3\text{C}_{(\text{K})} + \text{CO}_{2(\text{Г})}$	CO ₂	224 л
24	$\text{CaCO}_{3(\text{K})} = \text{CaO}_{(\text{K})} + \text{CO}_{2(\text{Г})}$	CaO	10 моль
25	$2\text{ZnS}_{(\text{K})} + 3\text{O}_{2(\text{Г})} = 2\text{ZnO}_{(\text{K})} + 2\text{SO}_{2(\text{Г})}$	ZnS	0,2 моль

ПРИМЕЧАНИЕ. Величины термодинамических функций даны в приложении.

Задача 4

По термодинамическим уравнениям рассчитайте тепловой эффект реакции

.....
 Установите, являются ли реакции экзо- или эндотермическими?

Данные к задаче 4

Вари	Уравнение реакций	Термохимические уравнения			
		а	ΔH^0 , кДж	б	ΔH^0 , кДж
1	$\text{FeO}_{(к)} + \text{C}_{(к)} = \text{Fe}_{(к)} + \text{CO}_{(г)}$	$2\text{C}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)}$	-220,97	$2\text{FeO}_{(к)} = 2\text{Fe}_{(к)} + \text{O}_{2(г)}$	538,2
2	$2\text{FeO}_{(к)} + \text{Si}_{(к)} = \text{SiO}_{2(к)} + 2\text{Fe}_{(к)}$	$2\text{FeO}_{(к)} = 2\text{Fe}_{(к)} + \text{O}_{2(г)}$	538,19	$\text{Si}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = \text{SiO}_{2(к)}$	-859,6
3	$\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{C}_{(к)} = \text{CO}_{(к)} + \text{H}_2_{(г)}$	$2\text{H}_2_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-183,8	$2\text{C}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)}$	-221,1
4	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(к)} + 4\text{CO}_{(г)} = 3\text{Fe}_{(к)} + 4\text{CO}_{2(г)}$	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(к)} = 3\text{Fe}_{(к)} + 2\text{O}_{2(г)}$	1117,4	$2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)}$	-566,2
5	$2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{C}_{(к)} = 2\text{H}_2_{(г)} + \text{CO}_{2(г)}$	$\text{H}_2_{(г)} + 0,5\text{O}_{2(г)} = \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-241,9	$\text{C}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{(г)}$	-393,6
6	$\text{CO}_{2(г)} + 4\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	$\text{H}_2_{(г)} + 0,5\text{O}_{2(г)} = \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-241,89	$\text{CH}_{4(г)} + 2\text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-802,7
7	$\text{PbS}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = \text{Pb}_{(к)} + \text{SO}_{2(г)}$	$\text{PbS}_{(к)} + 2\text{O}_{2(г)} = \text{PbSO}_{4(к)}$	-815,65	$\text{PbSO}_{4(к)} + \text{PbS}_{(к)} = 2\text{Pb}_{(к)} + 2\text{SO}_{2(г)}$	427,3
8	$\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2_{(г)} = \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	$\text{CO}_{(г)} + 3\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-208,41	$\text{CO}_{2(г)} + 4\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-165,1
9	$\text{PbS}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = \text{Pb}_{(к)} + \text{SO}_{2(г)}$	$\text{PbS}_{(к)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{PbO}_{(к)} + 2\text{SO}_{2(г)}$	-825,70	$2\text{PbO}_{(к)} + \text{PbS}_{(к)} = 3\text{Pb}_{(к)} + \text{SO}_{2(г)}$	-441,1
10	$3\text{Fe}_2\text{O}_3_{(к)} + \text{H}_2_{(г)} = 2\text{Fe}_3\text{O}_4_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	$4\text{Fe}_3\text{O}_4_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = 6\text{Fe}_2\text{O}_3_{(к)}$	-461,19	$2\text{H}_2_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-483,8
11	$\text{CH}_{4(г)} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)} + 2\text{H}_2_{(г)}$	$\text{CO}_{2(г)} + 4\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{O}$	-164,89	$2\text{H}_2_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-483,8
12	$\text{FeO}_{(к)} + \text{H}_2_{(г)} = \text{Fe}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	$2\text{Fe}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{FeO}_{(к)}$	-538,2	$2\text{H}_2_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-463,8
13	$\text{FeO}_{(к)} + \text{Mn}_{(к)} = \text{MnO}_{(к)} + \text{Fe}_{(к)}$	$2\text{FeO}_{(к)} = 2\text{Fe}_{(к)} + \text{O}_{2(г)}$	536,19	$2\text{MnO}_{(к)} = 2\text{Mn}_{(к)} + \text{O}_{2(г)}$	619,4
14	$2\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + \text{CO}_{2(г)}$	$\text{CO}_{2(г)} + 4\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-164,9	$\text{CO}_{(г)} + 3\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-206,3
15	$\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2_{(г)} = \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	$\text{H}_2_{(г)} + 0,5\text{O}_{2(г)} = \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-241,89	$2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)}$	-566,2
16	$\text{CO}_{2(г)} + 4\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	$\text{CO}_{(г)} + 3\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-208,4	$\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2_{(г)} = \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	41,2
17	$\text{CO}_{(г)} + 3\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	$\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2_{(г)} = \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	41,18	$\text{CO}_{2(г)} + 4\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-165,06
18	$4\text{NH}_3_{(г)} + 3\text{O}_2_{(г)} = 2\text{N}_2_{(г)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	$\text{N}_2_{(г)} + 3\text{H}_2_{(г)} = 2\text{NH}_3_{(г)}$	-89,39	$2\text{H}_2_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-483,8
19	$\text{FeO}_{(к)} + \text{CO}_{(г)} = \text{Fe}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$	$2\text{FeO}_{(к)} = 2\text{Fe}_{(к)} + \text{O}_{2(г)}$	538,19	$2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)}$	-135,3
20	$\text{Na}_2\text{CO}_3_{(к)} = \text{Na}_2\text{O}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3_{(к)} + \text{SiO}_2_{(к)} = \text{Na}_2\text{SiO}_3_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$	-81,19	$\text{Na}_2\text{O}_{(к)} + \text{SiO}_2_{(к)} = \text{Na}_2\text{SiO}_3_{(к)}$	-243,2
21	$\text{Fe}_3\text{O}_4_{(к)} + \text{C}_{(к)} = 3\text{FeO}_{(к)} + \text{CO}_{(г)}$	$6\text{FeO}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{Fe}_3\text{O}_4_{(к)}$	-619,38	$2\text{C}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)}$	-221,1
22	$\text{FeS}_{(к)} + \text{Mn}_{(к)} = \text{MnS}_{(к)} + \text{Fe}_{(к)}$	$2\text{FeS}_{(к)} = 2\text{Fe}_{(к)} + \text{S}_{2(г)}$	313,04	$2\text{MnS}_{(к)} = 2\text{Mn}_{(к)} + \text{S}_{2(г)}$	531,5
23	$3\text{Fe}_2\text{O}_3_{(к)} + \text{C}_{(к)} = 2\text{Fe}_3\text{O}_4_{(к)} + \text{CO}_{(г)}$	$6\text{Fe}_2\text{O}_3_{(к)} = 4\text{Fe}_3\text{O}_4_{(к)} + \text{O}_{2(г)}$	461,1	$2\text{C}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)}$	-221,1
24	$\text{Fe}_3\text{O}_4_{(к)} + \text{H}_2_{(г)} = 3\text{FeO}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	$2\text{Fe}_3\text{O}_4_{(к)} = 6\text{FeO}_{(к)} + \text{O}_{2(г)}$	619,38	$2\text{H}_2_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-483,8
25	$\text{CH}_{4(г)} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)} + 2\text{H}_2_{(г)}$	$\text{CO}_{2(г)} + 4\text{H}_2_{(г)} = \text{CH}_{4(г)} + 2\text{H}_2\text{O}$	-164,89	$2\text{H}_2_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	-483,8

2.3. Тестовые задания для аудиторной контрольной работы

Тест №1

- При рассмотрении химической реакции *система* означает:
 - исходные реагенты
 - продукты химической реакции
 - реакционный сосуд
 - исходные реагенты и продукты реакции
- Первый закон (первое начало) термодинамики математически записывается так:
 - $PV = \nu RT$
 - $K = A_{\text{exp}} (-E_A / RT)$
 - $K = R / N_A$
 - $\Delta U = Q - W$
- В экзотермической реакции:
 - энтальпия реакционной системы повышается ($\Delta H > 0$)
 - тепловой эффект реакции отрицателен ($Q < 0$)
 - энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$)
 - давление реакционной системы повышается
- Стандартные тепловые эффекты принято обозначать:
 - $\Delta U_{\text{ст}}$
 - $Q_{101,3}^{273}$
 - ΔH°_{298}
 - $\Delta H_{\text{ст}}$
- Какие из приведенных реакций являются эндотермическими?
 - $1/2 N_2 + 3/2 H_2 = NH_3$, $\Delta H = -46$ КДж/моль
 - $H_2 + 4/2 O_2 = H_2 O$, $\Delta H = -242$ КДж/моль
 - $1/2 N_2 + 1/2 O_2 = NO$, $\Delta H = 90$ КДж/моль
 - $1/2 H_2 + 1/2 I_2 = HI$, $\Delta H = 26$ КДж/моль
- Какая из написанных ниже реакций отвечает теплоте образования оксида азота (II) в стандартных условиях?
 - $1/2 N_2 + O = NO$
 - $1/2 N_2 + 1/2 O_2 = NO$
 - $N + 1/2 O_2 = NO$
 - $NH_3 + 5/2 O_2 = 2 NO + 3 H_2 O$
- При восстановлении 16г оксида меди(II) по реакции $CuO_{(к)} + C_{(графит)} = Cu_{(к)} + CO_{(г)}$, поглотилось 22 кДж теплоты. Энтальпия образования оксида меди (II) равна:
 - 110
 - 220,5
 - 200,5
 - 735
- Для реакции $NiO_{(к)} + C_{(графит)} = Ni_{(к)} + CO_{(г)}$. Определите возможное направление самопроизвольного течения реакции при стандартных условиях и при температуре 627°C.

Вещество	ΔH°_{298} (кДж/моль)	S°_{298} (Дж/моль*К)
$NiO_{(к)}$	-239,7	38
$C_{(графит)}$	0	5,74
$Ni_{(к)}$	0	29,9
$CO_{(г)}$	-110,5	197,4

В ответе укажите значения энергии Гиббса при стандартных условиях, при температуре 627°C и температуру начала реакции

а) 74,5; -3600; 70,4К в) 148; 36; 511К

б) 74,5; -36; 704К г) 225; 78; 279К

10. Как изменяется энтропия при разложении карбоната кальция?

а) увеличивается в) не уменьшается

б) уменьшается г) не знаю

11. Данная реакция: $2\text{KClO}_3 (\text{тв}) \rightarrow 2\text{KCl} (\text{тв}) + 3\text{O}_2 (\text{г})$, $\Delta H < 0$ может самопроизвольно протекать

а) в прямом направлении в) не может протекать

б) в обратном направлении г) не знаю

Тест №2

1. Изолированная система с окружающей её средой ...

а) обменивается энергией, но не обменивается веществом

б) не обменивается ни веществом, ни энергией

в) обменивается веществом, но не обменивается энергией

г) обменивается и веществом и энергией

2. Сформулируйте первый закон термодинамики.

а) скорость химической реакции определяется энергией активации данной реакции

б) физические величины, однозначно определяющие состояние системы, являются функциями состояния системы

в) сумма изменения внутренней энергии и совершенной системой (или над системой) работы равна сообщенной (или выделенной ею) теплоте

г) при одинаковых условиях в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул

3. В эндотермической реакции :

а) энтальпия реакционной системы повышается ($\Delta H > 0$)

б) тепловой эффект реакции положителен ($Q > 0$)

в) энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$)

г) резко замедляется скорость химической реакции

4. Чему равны стандартные энтальпии образования простых веществ, находящихся в стандартных состояниях?

а) 1кДж б) 298Дж в) 0 г) 273кДж

5. Какие из приведенных реакций являются экзотермическими?

а) $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$, $\Delta H = 127$ кДж

б) $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 = \text{CH}_2\text{Cl} + \text{HCl}$, $\Delta H = -104$ кДж

в) $2\text{CO} + 4\text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$, $\Delta H = -302$ кДж

г) $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{MgO} + 4\text{NO} + \text{O}_2$, $\Delta H = 510$ кДж

6. Какая из написанных ниже реакций отвечает теплоте образования HCl в стандартных условиях?



- а) 1 б) 2 в) 3 г) 4
4. Как связаны между собой джоуль и калория?
 а) 1 кал = 4,184 Дж б) 1 Дж = 6,02 · 10²³ кал в) 1 Дж = 22,4 кал г) 1 кал = 4,184 Дж
5. Какие из приведенных реакций являются экзотермическими?
 а) $S + O_2 = SO_2$, $\Delta H = -297$ кДж в) $2Pb + O_2 = 2PbO$, $\Delta H = -438$ кДж
 б) $2PbS + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2$, $\Delta H = 841$ кДж г) $2C + 2H_2 = C_2H_4$, $\Delta H = 52$ кДж
6. Какая из приведенных ниже реакций отвечает теплоте образования NH_3 в стандартных условиях
 а) $1/2 N_2 + 3/2 H_2 = NH_3$ в) $KOH + NH_4Cl \rightarrow NH_3 + H_2O + KCl$
 б) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ г) $NH_4OH \rightarrow NH_3 + H_2O$
7. Вычислите энтальпию образования аммиака, если при окислении 8,96 л аммиака (н.у) выделяется 15,4 кДж теплоты. Энтальпия образования воды равна -286 кДж/моль.
 $4NH_{3г} + 3O_{2г} = 2N_{2г} + 6H_2O_{ж}$
 а) 935 б) 467,5 в) -467,5 г) 1005
8. Для реакции $Nb_2O_{5к} + 5C_{графит} = 2Nb_{к} + 5CO_{г}$ определите направление самопроизвольного течения реакции при стандартных условиях и при температуре $1327^\circ C$.

Вещество	ΔH_{298}° (кДж/моль)	S_{298}° (Дж/моль*К)
Nb_2O_5	-1898	187,2
$C_{(графит)}$	0	5,74
$Nb_{(к)}$	0	36,6
$CO_{(г)}$	-110,5	197,4

В ответе укажите значения энергии Гиббса при стандартных условиях, при температуре $1327^\circ C$ и температуру начала реакции

- а) 2198,7; -5,38; 1594К; в) 2198,7; 1098,5; 2899К;
 б) 1093,9; -5,38; 1594К г) 4032; -3,5; 239К
9. Как изменится энтропия при разложении нитрата магния?
 а) не изменится б) увеличится в) уменьшится г) не знаю

10. Данная реакция $2\text{NaCl}_{(к)} \rightarrow 2\text{Na}_{(к)} + \text{Cl}_{2(г)}$, $\Delta H > 0$ может протекать в прямом направлении:

- а) при высоких температурах в) при стандартных условиях
б) при низких температурах г) не знаю

Тест №4

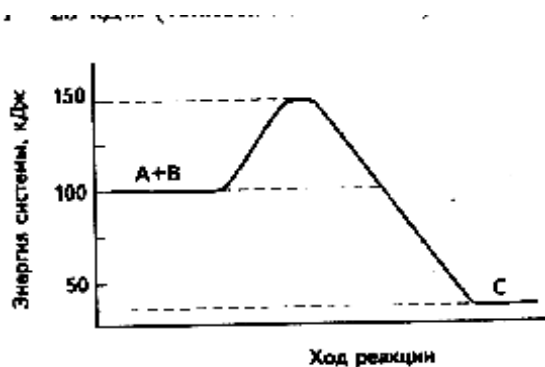
1. *Тепловой эффект* химической реакции при постоянном давлении—это...

- а) количество выделившейся или поглощенной теплоты в результате взаимодействия между собой строго определенных количеств веществ
б) изменение внутренней энергии в результате химической реакции
в) изменение энтальпии в ходе химической реакции
г) работа, выполненная в ходе химической реакции

2. Сформулируйте первый закон термодинамики.

- а) скорость химических реакций определяется энергией активации данной реакции;
б) физические величины, однозначно определяющие состояния системы, являются функциями состояния системы;
в) сумма изменения внутренней энергии и совершенной системой (или под системой) работы равна сообщенной (или выделенной) теплоте;
г) при одинаковых условиях в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул.

3. Используя для ответа энергетическую диаграмму находим, что изменение энтальпии реакции $A+B \rightarrow C$ равно:



- а) $\Delta H = -150$ кДж (теплота выделилась)
б) $\Delta H = 100$ кДж (теплота поглотилась)
в) $\Delta H = -75$ кДж (теплота выделилась)
г) $\Delta H = 25$ кДж (теплота поглотилась)

4. Экспериментально теплоты сгорания (а также энтальпии образования) определяются в специальном приборе, называемом...

- а) спектрофотометром в) аппаратом Киппа
б) калориметром г) колориметром

- а) $K = R / N_A$ в) $PV = \nu RT$
 б) $\Delta U = Q - W$ г) $K = A_{\text{exp}} (-E_A / RT)$

3 В экзотермической реакции:

- а) давление реакционной системы повышается
 б) тепловой эффект реакции отрицателен ($Q < 0$)
 в) энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$)
 г) энтальпия реакционной системы повышается ($\Delta H > 0$)

4. Назовите физическое превращение, в результате которого не происходит изменения энтальпии.

- а) растворение соли в воде в) сублимация йода
 б) плавление льда г) интерференция света

5. Какие из приведенных реакций являются экзотермическими?

- а) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$, $\Delta H = -302$ кДж
 б) $2 \text{C}_2\text{H}_2 + 5 \text{O}_2 = 4 \text{CO} + 2 \text{H}_2\text{O}$, $\Delta H = -1277$ кДж
 в) $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$, $\Delta H = 460$ кДж
 г) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{NaOH}$, $\Delta H = 282$ кДж

6. Какая из написанных ниже реакций отвечает теплоте образования NO в стандартных условиях?

- а) $\text{N} + 1/2 \text{O}_2 = \text{NO}$
 б) $1/2 \text{N}_2 + 1/2 \text{O}_2 = \text{NO}$
 в) $1/2 \text{N}_2 + \text{O} = \text{NO}$
 г) $2 \text{NH}_3 + 5/2 \text{O}_2 = 2 \text{NO} + 3 \text{H}_2\text{O}$

7. При взаимодействии цинка с сероводородом выделилось 22 кДж теплоты. Какой объём водорода при этом получили? Энтальпия образования H_2S равна (-21) кДж/моль, энтальпия образования ZnS равна (-205,4) кДж/моль.

- а) 1,31 в) 262
 б) 2,67 г) 131

8. Для реакции $2 \text{SO}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2 \text{SO}_3 (\text{г})$. Определите возможное направление самопроизвольного течения реакции при стандартных условиях и при температуре 927°C.

9.

Вещество	ΔH°_{298} (кДж/моль)	S°_{298} (Дж/моль*К)
$\text{SO}_2 (\text{г})$	-296,9	248,1
$\text{O}_2 (\text{г})$	0	64,8
$\text{SO}_3 (\text{г})$	-396,1	256,4

В ответе укажите значения энергии Гиббса при стандартных условиях, при температуре 927°C и температуру начала реакции

- а) 212,76; -256,24; 4116К;
 б) -184; -140,56; 4116К;
 в) 184; -14056; 3932К;
 г) 414; 256,24; 1105К.

2.4. Методические указания для выполнения лабораторной работы

2.4.1. Определение теплоты растворения

Цель работы: измерение тепловых эффектов процессов, протекающих при растворении солей в воде.

Оборудование: калориметр, мерный цилиндр, технохимические весы, ступка с пестиком, термометр.

Реактивы: дистиллированная вода, кристаллические соли.

Порядок выполнения работы

1. Взвесьте на технохимических весах указанное в вашем варианте количество соли, предварительно растерев её в ступке (таблица 1).

Таблица 1

Данные к работе 2.4.1.

Вариант	Соль		Вариант	Соль	
	Формула соли	Навеска соли, г		Формула соли	Навеска соли, г
1	KCl	1.50	10	KCl	3.57
2	KBr	2.38	11	KBr	3.73
3	NH ₄ Cl	3.32	12	NH ₄ Cl	3.75
4	KCl	5.35	13	KCl	4.00
5	KBr	3.00	14	KBr	4.20
6	NH ₄ Cl	4.78	15	NH ₄ Cl	3.21
7	KCl	2.64	16	KCl	1.75
8	KBr	2.60	17	KBr	2.88
9	NH ₄ Cl	4.98	18	NH ₄ Cl	3.55

2. В калориметрический стакан налейте дистиллированную воду (2/3 объема стакана).

3. Закройте крышкой и при перемешивании измерьте начальную температуру воды t_1 с точностью 0,1^oC.

4. Открыв крышку, быстро без потерь внесите навеску соли в калориметрический стакан.

5. При постоянном перемешивании раствора мешалкой следите за показаниями термометра при закрытой крышке и запишите конечную температуру раствора t_2 с точностью 0,1^oC.

Оформление результатов

По полученным экспериментальным данным вычислите:

1. Изменение температуры в калориметре:

$$\Delta T = T_2 - T_1, \text{ где } T_2 = t_2 + 273, \quad T_1 = t_1 + 273$$

2. Количество теплоты в опыте по формуле:

$$q = K \cdot \Delta T$$

где $K = 0,5$ кДж/К.

3. Число молей соли по формуле:

$$n = m/M,$$

где m – навеска соли, г,

M – молярная масса соли, г/моль.

4. Теплоту растворения соли по формуле:

$$\Delta H_{\text{раст.}} = -q/n.$$

5. Теплоту гидратации соли по формуле:

$$\Delta H_{\text{гидр.}} = \Delta H(K^+) + \Delta H(A^-),$$

где $\Delta H(K^+)$ – теплота гидратации катиона соли, кДж/моль (табл. 2);

$\Delta H(A^-)$ – теплота гидратации аниона соли, кДж/моль (табл. 2).

Таблица 2

Теплота гидратации ионов

Ион	NH_4^+	K^+	Cl^-	Br^-
$\Delta H_{\text{гидр.}}$	-326,4	-334,7	-351,5	-301,2

6. Энергию кристаллической решетки, кДж/моль по формуле:

$$\Delta H_{\text{реш.}} = \Delta H_{\text{раст.}} - \Delta H_{\text{гидр.}}$$

7. Вычислите относительную ошибку опыта в процентах по формуле:

$$\% \text{ ошибки} = \frac{\Delta H_{\text{реш.}}^{\text{оп.}} - \Delta H_{\text{реш.}}^{\text{справ.}}}{\Delta H_{\text{реш.}}^{\text{справ.}}} \cdot 100,$$

где $\Delta H_{\text{реш.}}^{\text{справ.}}$ - справочное значение энергии кристаллической решетки (табл. 3)

Таблица 3

Энергия кристаллической решетки соли, кДж/моль

Соль	NH ₄ Cl	KCl	KBr	KJ
$\Delta H_{\text{реш.}}^{\text{справ.}}$	676,13	682,82	655,21	618,39

Результаты работы представьте в таблице 4

Таблица 4

Результаты работы

Соль		T ₁ ,	T ₂ ,	ΔT,	ΔH _{реш.} ,	ΔH _{гидр.} ,	ΔH _{раст.} ,
Формула	Навеска, г	К	К	К	кДж/моль	кДж/моль	кДж/моль

Сделайте вывод по результатам работы.

2.4.2. Определение теплоты нейтрализации

Цель работы: измерение теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Оборудование: калориметр, бюретки, химические стаканы, термометр.

Реактивы: дистиллированная вода, 2М раствор соляной кислоты, 2М раствор гидроксида калия.

Порядок выполнения работы

1. В калориметрический стакан отмерьте при помощи бюретки указанные в вашем варианте объемы соляной кислоты и воды (таблица 4).

Таблица 4

Данные к работе 2.4.2.

Вариант	Объем, мл			
	Кислоты V _к	Воды	Щелочи V _щ	Воды
1	10	-	10	-
2	9	1	10	-
3	10	-	9	1

Вариант	Объем, мл			
	Кислоты V_k	Воды	Щелочи $V_{щ}$	Воды
4	8	2	8	2
5	8	2	10	-
6	8	2	9	1
7	9	1	8	2
8	10	-	8	2
9	7	3	8	2
10	7	3	9	1
11	7	3	10	-
12	10	-	7	3

2. Калориметр закройте крышкой и при перемешивании измерьте начальную температуру t_1 с точностью $0,1^\circ\text{C}$.

3. В химический стаканчик отмерьте при помощи бюретки указанные в вашем варианте объемы щелочи и воды (таблица 4).

4. Не прекращая перемешивания, вылейте через воронку в калориметр содержимое химического стаканчика и измерьте конечную температуру t_2 с точностью $0,1^\circ\text{C}$.

Оформление результатов

По полученным экспериментальным данным вычислите:

1. Изменение температуры в калориметре:

$$\Delta T = T_2 - T_1, \text{ где } T_2 = t_2 + 273, \quad T_1 = t_1 + 273$$

2. Количество теплоты в опыте по формуле:

$$q = K \cdot \Delta T$$

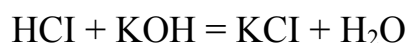
где $K = 0,5 \text{ кДж/К}$.

3. Число молей кислоты $n(k.)$ и щелочи $n(щ.)$ в заданных объемах исходных растворов по формулам:

$$n(k.) = \frac{V(k.) \cdot C(k.)}{1000}; \quad n(щ.) = \frac{V(щ.) \cdot C(щ.)}{1000},$$

где $C(k.) = C(щ.) = 2 \text{ моль/л}$.

4. Число молей воды $n(\text{H}_2\text{O})$, образовавшихся при нейтрализации по уравнению:



5. Теплоту нейтрализации по формуле:

$$\Delta H_{\text{нейтр.}} = -q / n(\text{H}_2\text{O}).$$

6. Относительную ошибку опыта в процентах

$$\% \text{ ошибки} = \frac{\Delta H_{\text{нейтр.}} - 56}{56} \cdot 100,$$

где 56 кДж/моль – значение теплоты нейтрализации по справочнику.

Результаты работы представьте в таблице 5

Таблица 5

Результаты работы

Вариант	Кислота		Щелочь		Число молей воды	$\Delta H_{\text{нейтр.}}$ кДж/моль
	Объем	Число молей	Объем	Число молей		

Сделайте вывод по результатам работы.

2.4.3. Определение теплоты осаждения

Цель работы: измерение теплового эффекта реакции осаждения соли калориметрическим методом.

Оборудование: калориметр, бюретки, химические стаканы, термометр.

Реактивы: дистиллированная вода, 2М растворы солей: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; BaCl_2 ; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; K_2SO_4 ; Na_2CO_3 ; KI ; K_2CO_3 ; KBr .

Порядок выполнения работы

1. В калориметрический стакан отмерьте при помощи бюретки указанные в вашем варианте объемы соли А и воды (таблица 6).

Таблица 6

Данные к работе 2.4.3.

Вариант	Соль А		Объем воды, мл	Соль В		Объем воды, мл
	Формула	Объем V_A , мл		Формула	Объем V_B , мл	
1	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	20	10	K_2SO_4	20	10
2	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	15	15	KI	30	0

Вариант	Соль А		Объем воды, мл	Соль В		Объем воды, мл
	Формула	Объем V_A , мл		Формула	Объем V_B , мл	
3	BaCl ₂	30	0	K ₂ SO ₄	30	0
4	BaCl ₂	30	0	Na ₂ CO ₃	30	0
5	Ca(NO ₃) ₂	30	0	Na ₂ CO ₃	30	0
6	Pb(NO ₃) ₂	30	0	K ₂ SO ₄	30	0
7	BaCl ₂	30	0	K ₂ SO ₄	15	15
8	Pb(NO ₃) ₂	15	15	KI	15	15
9	BaCl ₂	40	0	Na ₂ CO ₃	40	0
10	Ca(NO ₃) ₂	40	0	Na ₂ CO ₃	40	0
11	Pb(NO ₃) ₂	40	0	K ₂ CO ₃	40	0
12	Pb(NO ₃) ₂	40	0	KBr	40	0

2. Калориметр закройте крышкой и при перемешивании измерьте начальную температуру t_1 раствора с точностью $0,1^{\circ}\text{C}$.

3. В химический стаканчик отмерьте при помощи бюретки указанные в вашем варианте объемы раствора соли В и воды (таблица 6).

4. Не прекращая перемешивания, вылейте через воронку в калориметр содержимое химического стаканчика и измерьте наивысшую температуру раствора t_2 с точностью $0,1^{\circ}\text{C}$.

Оформление результатов

По полученным экспериментальным данным вычислите:

1. Изменение температуры в калориметре:

$$\Delta T = T_2 - T_1, \text{ где } T_2 = t_2 + 273, \quad T_1 = t_1 + 273$$

2. Количество теплоты в опыте по формуле:

$$q = K \cdot \Delta T$$

где $K = 0,5 \text{ кДж/К}$.

3. Число молей соли А $n(A)$ и соли В $n(B)$ во взятом объеме по формулам:

$$n(A) = \frac{V(A) \cdot C(A)}{1000}; \quad n(B) = \frac{V(B) \cdot C(B)}{1000}$$

где $C(A) = C(B) = 2 \text{ моль/л}$.

4. Число молей вещества, выпавшего в осадок, по уравнению реакции:

5. Теплоту осаждения соли по формуле:

$$\Delta H_{\text{осаж.}}^{\text{оп.}} = -q / n,$$

где n – число молей вещества, выпавшего в осадок.

6. Напишите термохимическое уравнение реакции осаждения в ионно-молекулярном виде.

7. Вычислите тепловой эффект реакции осаждения ($\Delta H_{\text{осаж.}}^{\text{расч.}}$) по стандартным теплотам образования исходных ионов и выпавшего в осадок вещества (таблица 7).

Таблица 7

Стандартные теплоты образования ионов и соединений

Ион	ΔH_{298}^0 кДж/моль	Соединение	ΔH_{298}^0 кДж/моль
Ba ²⁺	– 524,05	BaSO ₄	– 1458,88
Ca ²⁺	– 542,66	BaCO ₃	1210,85
Pb ²⁺	– 1,18	CaCO ₃	– 1206,83
SO ₄ ²⁻	– 909,26	PbSO ₄	– 920,48
CO ₃ ²⁻	– 676,64	PbCO ₃	– 699,56
I ⁻	– 56,90	PbI ₂	– 175,23
Br ⁻	– 121,50	PbBr ₂	– 282,42

8. Вычислите относительную ошибку опыта в процентах по формуле:

$$\% \text{ ошибки} = \frac{\Delta H_{\text{осаж.}}^{\text{оп.}} - \Delta H_{\text{осаж.}}^{\text{расч.}}}{\Delta H_{\text{осаж.}}^{\text{расч.}}} \cdot 100$$

Результаты работы представьте в таблице 8

Таблица 8

Результаты работы

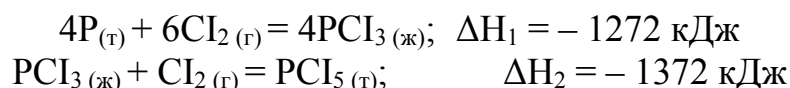
Вариант	T ₁	T ₂	ΔT	n(A)	n(B)	$\Delta H_{\text{осаж.}}^{\text{оп.}}$, кДж/моль

Сделайте вывод по результатам работы.

2.5. Контрольные вопросы

1. Может ли процесс растворения вещества в воде сопровождаться ростом энтальпии системы?

2. Может ли условие $\Delta H < 0$ характеризовать растворение вещества в воде?
3. Что называется теплотой (энтальпией) растворения вещества?
4. Что называется теплотой (энтальпией) нейтрализации?
5. Что называется теплотой (энтальпией) осаждения?
6. Как изменяется энтальпия в экзотермических реакциях?
7. Какой знак имеет изменение энтальпии эндотермической реакции?
8. Определите энтальпию образования кристаллического пентахлорида фосфора из следующих данных:



2.6. Правила техники безопасности при выполнении лабораторных работ

1. Опыты с ядовитыми веществами, концентрированными кислотами и щелочами проводите в вытяжном шкафу.
2. Нельзя брать вещества руками и пробовать их на вкус. При определении веществ по запаху склянку держите на расстоянии и направляйте движением руки воздух от отверстия склянки к носу.
3. Химические реакции выполняйте с такими количествами и концентрациями и в тех условиях, как это указано в описании опыта.
4. Нагревая или наливая раствор, не наклоняйтесь над сосудом, так как возможен выброс или разбрызгивание жидкости.
5. Для избежания ожогов соблюдайте осторожность в обращении с нагретыми предметами и с едкими реактивами (кислотами и щелочами).
6. При ожоге реактивом обожженное место промойте большим количеством воды, затем либо разбавленной уксусной кислотой (в случае ожога щелочью), либо раствором соды (в случае ожога кислотой), а затем опять водой и обратитесь за дальнейшей помощью к преподавателю. При термическом ожоге обожженное место обработайте перманганатом калия.
7. Не включайте и не выключайте без разрешения преподавателя рубильники и электрические приборы.
8. С легковоспламеняющимися жидкостями нельзя работать вблизи нагревательных приборов.
9. При воспламенении горючих веществ выключите электронагревательные приборы. Горящие жидкости прикройте войлоком или засыпьте песком.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Основы химии: учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014.-560с.: - (Высшее образование: Бакалавриат). - ISBN 978-5-905554-40-7. - URL: <http://znanium.com/bookread2.php?book=421658> - (дата обращения: 14.10.2019). - Текст: электронный.
2. Коровин, Н.В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов /Н.В. Коровин –9-е изд., перераб.- М.: Высш. шк., 2007.- 557 с.: ил. - ISBN 978-5-06-004403-4. - Текст: непосредственный.
3. Мушкамбаров Н.Н.. Физическая и коллоидная химия [Текст]: учебник / Н.Н. Мушкамбаров – М.: ГЭОТАР-МЕД, 2002.
4. Кругляков П. М. Физическая и коллоидная химия [Текст] : учебное пособие / П. М. Кругляков, Т. Н. Хаскова. - 2-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2007. - 319 с. : ил. – ISBN 978-5-06-004404-1.
5. Пономарева К.С., Гугля В.Г., Никольский Г.С. Сборник задач по физической химии: Учеб. пособие. – М.: МИСИС, 2007.
6. Краткий справочник физико-химических величин / сост.: Н. М. Барон, А. М. Пономарева, А. А. Равдель, З. Н. Тимофеева; под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. - 10-е изд., испр. и доп. - СПб. : Иван Федоров, 2003. - 238 с. : ил. - ISBN 5-8194-0071-2. - Текст: непосредственный.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Термодинамические константы некоторых веществ (ионов)

Вещество (ион)	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К	Вещество (ион)	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К
Ag (к)	0	42,7	CoO (к)	-239,3	43,9
Ag ⁺ (р)	-105,9	72,8	Cr (к)	0	23,76
AgCl (к)	-126,8	96,1	Cr ₂ O ₃ (к)	-1141,0	81,1
Al (к)	0	28,31	CrO ₄ ²⁻ (р)	882,2	54,0
Al ³⁺ (р)	-530,0	-301	Cr ₂ O ₇ ²⁻ (р)	-1491,9	270,6
Al ₂ O ₃ (к)	-1675,0	50,9	Cu (к)	0	33,3
Al(OH) ₃ (к)	-1275,7	71,1	Cu ₂ O (к)	-167,4	93,9
AlO ₂ ⁻ (р)	-983,1	104,6	CuO (к)	-165,3	42,6
Ba (к)	0	64,9	Cu ²⁺ (р)	67,0	-92,8
Ba ²⁺ (р)	-538,0	9,6	Cu(OH) ₂ (к)	-443,9	79,5
BaSO ₄ (к)	-1465,0	132,0	Cu ₂ S (к)	-82,0	119,2
C (графит)	0	5,74	CuS (к)	-48,5	66,5
CO (г)	-110,5	197,4	Fe (к)	0	27,15
CO ₂ (г)	-393,5	213,6	FeO (к)	-263,7	58,8
C ₂ H ₂ (г)	226,7	200,0	Fe ₂ O ₃ (к)	-821,3	90,0
CH ₄ (г)	-74,8	186,2	Fe(OH) ₃ (к)	-824,2	96,2
CH ₃ COOH(ж)	-484,9	159,8	Fe ²⁺ (р)	-87,2	-131,0
)	-699,5	187,4	Fe ³⁺ (р)	-46,4	-309,2
H ₂ CO ₃ (ж)	0	41,62	FeCO ₃ (к)	-744,7	92,9
Ca (к)	-635,1	39,7	Fe ₃ O ₄ (к)	-1117,1	146,2
CaO (к)	-543,0	-55,2	Fe ₃ C (к)	24,9	101,3
Ca ²⁺ (р)	-62,7	70,3	FeS ₂ (к)	-163,2	52,9
CaC ₂ (к)	-986,2	83,4	HPO ₄ ²⁻ (р)	-1296,7	-36,8
Ca(OH) ₂ (к)	-1579,0	87,4	H ₂ (г)	0	130,6
CaSiO ₃ (к)	-1816,3	111,3	H ₂ O (г)	-241,8	188,7
CaHPO ₄ (к)	-1206,0	92,9	H ₂ O (ж)	-285,8	70,0
CaCO ₃ (к)	-460,3	56,5	H ⁺ (р)	0	0
CaS (к)	0	223,0	Mg (к)	0	32,55
Cl ₂ (г)	-92,3	186,7	MgO (к)	-601,2	26,9
HCl (г)	-167,5	55,2	Mg(OH) ₂ (к)	-924,7	63,1
HCl (ж)	-167,5	55,2	MgCO ₃ (к)	-1096,2	65,7
Cl ⁻ (р)	0	51,8	Mn (к)	0	32
Cd (к)	-72,4	-70,9	Mn ₃ O ₄ (к)	-1387,6	154,8
Cd ²⁺ (р)	-561,5	93,0	N ₂ (г)	0	191,5
Cd(OH) ₂ (к)	0	30,04	NO (г)	90,37	210,6
Co (к)					

Окончание прил.

Вещество (ион)	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К	Вещество (ион)	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К
NO ₂ (г)	33,9	240,4	SO ₂ (г)	-296,9	248,1
NH ₃ (г)	-46,2	192,5	SO ₃ (г)	-396,1	256,4
NH ₄ ⁺ (р)	-132,4	114,4	H ₂ S (г)	-20,15	205,7
NH ₄ OH(ж)	-366,7	179,9	H ₂ S (р)	-39,75	121,3
NaOH (к)	-426,6	64,2	HS ⁻ (р)	17,2	65,2
Na ₂ CO ₃ (к)	-1129,0	136,0	SO ₄ ²⁻	-910,85	20,08
Na ₂ SO ₄ (к)	-1384,0	149,4	Si (к)	0	18,8
Na ₂ SiO ₃ (к)	-1518,0	113,8	SiO ₂ (к)	-908,3	42,7
Nb (к)	0	36,6	CaSiO ₃ (к)	-1579,4	87,47
Nb ₂ O ₅ (к)	-1838	137,2	Na ₂ SiO ₃ (к)	-1518,0	113,0
Ni (к)	0	29,9	Ti (к)	0	30,6
Ni ²⁺ (р)	-53,2	-126,1	TiO ₂ (к)	-943,9	50,33
NiO (к)	-239,7	38,0	V (к)	0	28,9
NiS (к)	-79,0	53,0	V ₂ O ₅ (к)	-1552,0	131,0
O ₂ (г)	0	205	W (к)	0	32,7
OH ⁻ (р)	-230,2	-10,9	WO ₃ (к)	-842,7	75,94
Pb (к)	0	64,9	Zn (к)	0	41,63
PbO (к)	-217,86	67,4	Zn ²⁺ (р)	-153,74	-110,67
Pb(NO ₃) ₂ (к)	-451,7	217,9	ZnO (к)	-350,6	43,64
PbS (к)	-94,28	-91,2	ZnS (к)	-205,4	57,74
S (к)	0	31,9	Zn(OH) ₂ (к)	-645,4	76,99
S ²⁻ (р)	35,81	-26,78			

Учебное текстовое электронное издание

**Муллина Эльвира Ринатовна
Мишурина Ольга Алексеевна**

ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Практикум

0,89 Мб

1 электрон. опт. диск

г. Магнитогорск, 2020 год
ФГБОУ ВО «МГТУ им. Г.И. Носова»
Адрес: 455000, Россия, Челябинская область, г. Магнитогорск,
пр. Ленина 38

ФГБОУ ВО «Магнитогорский государственный
технический университет им. Г.И. Носова»
Кафедра химии
Центр электронных образовательных ресурсов и
дистанционных образовательных технологий
e-mail: ceor_dot@mail.ru